الباب الرابع

الفصل الاول
المحتوي الحراري

اعداد
دكتور عاطف خليفة
منتدي الثانوية العامة الجديدة

http://newthanwya.com/vb/index.php

المفاهيم الاساسية في الكيمياء الحرارية:

١- جميع التغيرات الكيميائية والفيزيائية تصاحبها تغيرات في الطاقة.
٢- الطاقة مهمة لجميع الكائنات الحية (الحركة والقيام بالانشطة الذهنية والعضلية تحتاج الي الطاقة الناتجة من احتراق السكريات في الجسم- كذلك طهي الطعام يحتاج الي الطاقة الحرارية الناتجة من احتراق الغاز الطبيعي).
٣- علم الديناميكا الحرارية: هو العلم الذي يهتم بدراسة الطاقة وكيفية انتقالها
٤- الكيمياء الحرارية:- فرع من فروع الديناميكا الحرارية يتم فيه دراسة التغيرات الحرارية المصاحبة للتفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية.

اولا:قانون بقاء الطاقة:

١- تتعد صور الطاقة(طاقة كيميائية – حرارية – ضوئية – كهربية – حركية)
٢- يوجد علاقة بين جميع صور الطاقة حيث تتحول الطاقة من صورة الي اخري

٣- قانون بقاء الطاقة:

الطاقة فى أى تحول كيميائى او فيزيائي لا تفنى وتنشأ من العدم بل تتحول من صورة الى اخرى

٣- علاقة التفاعل الكيميائى بالطاقة:-

أ- معظم التفاعلات الكيميائية تكون مصحوبة بتغيرات في الطاقة
ب- اغلب التفاعلات اما ان ينطلق منها طاقة او تمتص طاقة
ج- يحدث تبادل للطاقة بين وسط التفاعل والوسط المحيط به
ح- يسمي وسط التفاعل (بالنظام) – والوسط الذي يحيط به يسمي(الوسط المحيط)

- النظام :- هو جزء من الكون الذى يحدث فيه التغير الكيميائى او الفيزيائى او (هو الجزء المحدد من المادة الذي توجه اليه الدراسة)
- الوسط المحيط:- هو الجزء الذي يحيط بالنظام ويتبادل معه الطاقة في شكل حرارة او شغل.

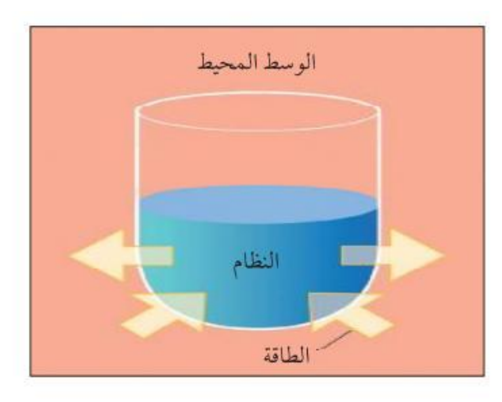
- **في حالة التفاعلات الكيميائية:-**
  - **النظام يعبر عن : المتفاعلات والنواتج**
  - **حدود النظام :- تكون الكأس او الدورق او انبوبة الاختبار الذي يحدث فيها التفاعل**
  - **الوسط المحيط: يكون أي شئ محيط بالتفاعل**

• انواع الانظمة:-

١- النظام المعزول :- هو النظام الذى لايسمح بانتفال أى من الطاقة او المادة بين النظام والوسط المحيط

٢- النظام المفتوح:- هو النظام الذي يسمح بتبادل كل من الطاقة والمادة بين النظام والوسط المحيط

٣- النظام المغلق : هو النظام الذى يسمح بتبادل الطاقة فقط بين النظام والوسط المحيط به على صورة حرارة او شغل







- من خلال العلاقة بين انتقال الطاقة بين النظام والوسط
- يمكن التوصل الي القانون الاول للديناميكا الحرارية كالاتي:

الكون = النظام + الوسط

التغير في طاقة الكون = التغير في طاقة النظام + التغير في طاقةالوسط المحيط

$$\Delta E_{(universe)} = \Delta E_{(system)} + \Delta E_{(surrounding)}$$

- لذا فان أي تغير في طاقة النظام يكون مصحوبا بتغير مماثل في طاقة الوسط المحيط به(لكن باشارة مخالفة) (علل) حتي تظل الطاقة الكلية مقدارا ثابتا :-

$$\Delta E_{(\ system\ )} = -\Delta E_{(surrounding)}$$

القانون الاول للديناميكا الحرارية:

الطاقة الكلية لاى نظام معزول تظل ثابتة حتى لو تغير النظام من صورة الى أخرى

....



- يتوقف انتقال الحرارة من موضع لاخر علي الفرق في درجة الحرارة بين الموضعين
- ما المقصود بدرجة الحرارة؟ وما العلاقة بين درجة حرارة النظام وحركة جزيئاته؟

• درجة الحرارة:

مقياس لمتوسط طاقة حركة جزيئات المادة – كما تدل علي حالة الجسم من حيث السخونة او البرودة

التفسير:-

١- المواد تتكون من جزيئات او ذرات دائمة الحركة والاهتزاز
٢- هذه الحركة والاهتزازات متفاوتة السرعة في المادة الواحدة
٣- يتكون النظام (التفاعل)من مجموعة من الجزيئات المتفاعلة مع بعضها البعض

- كلما زاد متوسط حركة الجزيئات ادي ذلك لزيادة درجة الحرارة
- كلما اكتسب النظام طاقة حرارية ازداد متوسط سرعة حركة الجزيئات أي تزداد طاقة حركة الجزيئات مما يؤدي الي ارتفاع درجة حرارة النظام والعكس صحيح.
- أي ان العلاقة طردية بين طاقة النظام وحركة جزيئاته.

٤- تعتبر الحرارة : شكلا من اشكال الطاقة ويمكن النظر اليها علي انها طاقة في حالة انتقال بين جسمين مختلفين في درجة حراريهما

وحدات قياس كمية الحرارة:

السعر cal	الجول J	العلاقة بينهما
هو كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة ١ جرام من الماء النقي درجة مئوية واحدة	هو كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة ١ جرام من الماء النقي بمقدار ١÷٤.١٨٤ درجةمئوية	اسعر =٤.١٨٤ جول
كيلو سعر=١٠٠٠ سعر	كيلو جول =١٠٠٠ جول	



هى كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة مئوية واحدة

التفسير:-

١- وحدة قياس الحرارة النوعية هي: $J/g\ .^{0}C$ (جول/جم.درجة مئوية)

٢- تختلف الحرارة النوعية باختلاف نوع المادة

٣- المادة التي لها حرارة نوعية كبيرة تحتاج كمية كبيرة من الحرارة حتي ترتفع درجة حرارتها ويستغرق في ذلك مدة طويلة كما تستغرق وقتا طويلا حتي تفقد هذه الطاقة مرة اخري بعكس المادة التي لها حرارة نوعية صغيرة.

المادة	الألومنيوم	الكربون	النحاس	الحديد	الماء (سائل)	الماء (الغاز)
الحرارة النوعية	0.900	0.711	0.385	0.444	4.184	2.01

حساب كمية الحرارة:-

يمكن حساب كمية الحرارة المنطلقة او الممتصة من النظام من القانون الاتي:

$$q_p = m.c.\Delta T$$

حيث q كمية الحرارة المقاسة عند ضغط ثابت

وm الكتلة وc الحرارة النوعية

و ΔT فرق درجات الحرارة حيث

$$\Delta T = T_2 - T_1$$

درجة الحرارة الابتدائية$T1$ ودرجة الحرارة النهائية$T2$

المسعر الحراري:

اهمية المسعر الحراري:-

١-يوفر نظاما معزولا يمكننا من قياس التغير في درجة النظام المعزول (علل) لانه يمنع فقد او اكتساب أي قدر من الطاقة او المادة مع الوسط المحيط

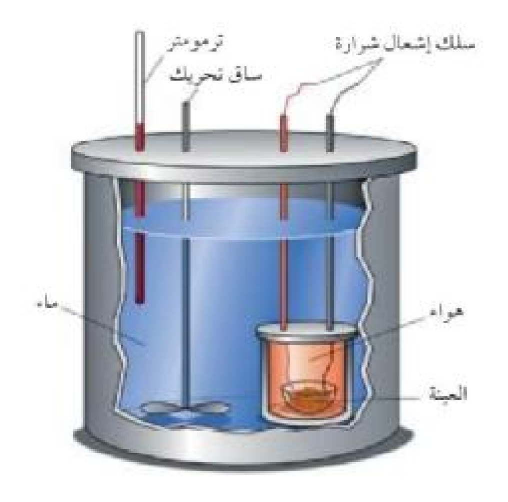
٢-يمكننا من استخدام كمية معينة من المادة التي يتم معها التبادل الحراري(تكون غالبا الماء) (علل)بسبب ارتفاع حرارته النوعية مما يسمح له باكتساب او فقد كمية كبيرة من الطاقة ويم حساب التغير في درجة الحرارةΔT

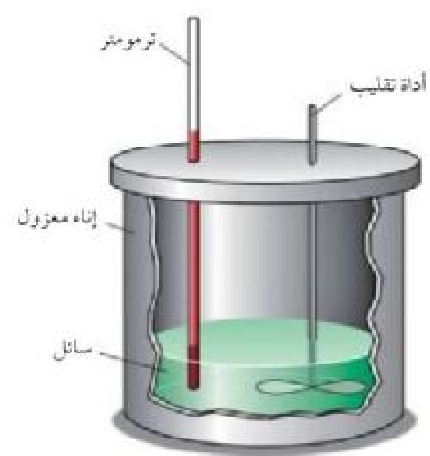
٣- مسعر الاحتراق:-

- يستخدم في قياس حرارة احتراق بعض المواد
- يجري التفاعل باستخدام كميات معلومة من المادة المراد حرقها في وفرة من الاكسيجين تحت ضغط جوي ثابت
- تكون المادة موضوعة في وعاء معزول من الصلب يسمي وعاء الاحتراق
- يتم اشعال المادة باستخدام سلك كهربي وتحاط غرفة الاحتراق بكمية معلومة من الماء

٤-مكونات (تركيب)المسعر الحراري:

- اناء معزول
- ترمومتر
- اذاة للتقليب
- يوضع بداخله سائل غالبا ما يكون ماء





مثال:

باستخدام المسعر الحرارى تم حرق 0.28 g من وقود البروبانول فارتفعت درجة حرارة الماء بمقدار 21.5°C فإذا علمت أن كتلة الماء فى المسعر 100 g احسب كمية الحرارة الناتجة عن احتراق هذه الكمية من الوقود.

الحل:

$$q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$q = 100 \times 4.18 \times 21.5$$

$$q = 9030\ J$$

مثال:

عند إذابة مول من نترات الأمونيوم فى كمية من الماء، وأكمل حجم المحلول إلى 100 ml من الماء انخفضت درجة الحرارة من 25°C إلى 17°C احسب كمية الحرارة الممتصة.

الحل:

فى المحاليل المخففة يتم حساب كتلة الملليلتر من الماء على أنها تساوى واحد جرام باعتبار أن كثافة الماء = 1 g / ml.

$$q = 100 \times 4.18 \times (25 - 17) = 3344\ J$$

$$q = 3.344\ kJ/mol$$



السعة الحرارية لجسم:-

هى كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة الجسم درجة واحدة مئوية

السعة الحراريةC = الكتلةm × الحرارة النوعيةc

العوامل التى تتوقف عليها السعة الحرارية:-

١- كتلة الجسم : كلما زادت كتلة الجسم زادت السعة الحرارية

مثال:

*** حوض ملئ بالماء وكأسٍ ملئ بالماء عند ٢٠ درجة مئوية**

- **الماء في الحوض يحتاج لطاقة اكبر من الماء في الكاس لرفع درجة الجرارة الي ٦٠ درجة مئوية**

٢- نوع المادة: تختلف السعة الحرارية من مادة لاخري . حتي لو كان الجسمان متساويان في الكتلة. فان سعتيهما الحرارية تختلف لان لهما تركيب مختلف

مثال:-

كتلتان من الماء والحديد كل منهما =٢٠٠جم عرضهما للشمس لفترة زمنية

كتلة الحديد ارتفعت درجة حرارتها بينما الماء لا يزال باردا

@@@@@@@@@@@@@@@@@@@@

المحتوي الحراري:-

١- كل مادة كيميائية تختلف في عدد ونوع الذرات الداخلة في تركيبهاوكما تختلف في نوع الترابط الموجود بين ذراتها عن غيرها من المواد

٢- لذلك فان كل مادة بها قدر محدد من الطاقة يطلق عليه (الطاقة الداخلية) وهذا القدر من الطاقة هو محصلة عدة انواع من الطاقة المختزنة داخل المادة.

**الطاقة المختزنة داخل المادة(الطاقة الداخلية):-

١- الطاقة الكيميائية المختزنة في الذرة:-

هي طاقة الالكترونات في مستويات الطاقة(والتي هي محصلة طاقة حركة وطاقة وضع الالكترون في مستوي طاقة)

طاقة الالكترون = طاقة المستوي = طاقة الحركة + طاقة الوضع

٢- الطاقة الكيميائية المختزنة في الجزئ:-

تتواجد في الروابط الكيميائية التي تربط بين ذرات الجزئ سواء كانت روابط تساهمية او ايونية

٣- قوي الربط بين الجزيئات:

- تعرف قوي الجذب بين جزيئات المادة بقوي جذب فاندرفال التبادلية وهي عبارة عن طاقة وضع

قوي جذب فاندرفال: هي قوي جذب بين جزيئات المادة وهي طاقة وضع

- كماتوجد قوي اخري بين الجزيئات مثل الروابط الهيدروجينية وتعتمد علي طبيعة الجزيئات ومدي قطبيتها

مما سبق يتضح ان:-

١-المادة تختزن قدرا من الطاقة هو مجموع الطاقات السابقة

٢- ويطلق علي مجموع الطاقات السابقة الموجودة في مول واحد من المادة بالمحتوي الحراري او الانثالبي الولاري

المحتوي الحراري للمادة(H) (الانثالبي المولاري):-

مجموع الطاقات المختزنة فى مول واحد من المادة

ملاحظات هامة:

١ـ يختلف المحتوي الحراري للمواد المختلفة(من مادة لاخري) علل

السبب:

اختلاف جزيئات المواد في نوع الذرات وعددها وانواع الروابط فيها

٢ـ غير الممكن عمليا قياس المحتوي الحراري او الطاقة المختزنة في مادة معينة

٣ـ يمكن قياس التغير الحادث في المحتوي الحراري اثناء التغيرات المختلفة التي تطرأ علي المادة

التغير في المحتوي الحراري(HΔ) :

التغير في المحتوي الحراري(HΔ) :

هو الفرق بين مجموع المحتوي الحراري للمواد الناتجة و مجموع المحتوى الحرارى للمواد المتفاعلة

١ـ أي ان :-

التغير في المحتوي الحراري = المحتوي الحراري للنواتج – المحتوي الحراري للمتفاعلات

$$\Delta H = \Delta H_{(product)} - \Delta H_{(reactant)}$$

٢- التغير فى المحتوي الحراري القياسىΔH^0 :-

- اتفق العلماء علي ان يتم مقارنة قيم ΔH للتفاعلات المختلفة تحت ظروف قياسية واحدة هي:

١ ضغط جو
درجة حرارة الغرفة٢٥ درجة مئوية
تركيز المحلول ١ مولر

- المحتوي الحراري للعنصر = صفر
- اذا كانتΔq_p كمية الحرارة و عدد المولات =n فان:-

$$\Delta H = \Delta q_p / n$$



اولا التفاعلات الطاردة للحرارة:

١- هي التفاعلات التي ينطلق منها حرارة كاحد النواتج الي الوسط المحيط فترتفع درجة حرارته

٢- أي تنتقل الحرارة من النظام الي الوسط المحيط مما يؤدي الي نقص درجة حرارة النظام وارتفاع درجة حرارة الوسط

٣- مجموع المحتويات الحرارية لنواتج اقل من مجموع المحتويات الحرارية للمتفاعلات . وطبقا لقانون بقاء الطاقة فان التفاعل سوف ينتج عنه قدرا من الحرارة لتعويض النقص في حرارة المتفاعلات

٤- ΔH^0 سالبة حيث

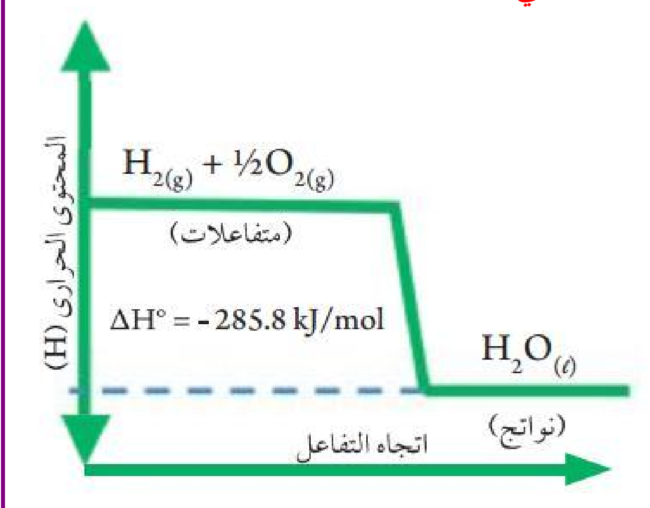
$$\Delta H^0 = H_{(product)} - H_{(reactant)}$$

مثال:- تفاعل مول من الهيدروجين مع ٢/١ مول اكسيجين لتكوين مول من الماء السائل

$$H2_{(g)} + 1/2O2_{(g)} \rightarrow H2O_{(l)} + 285.8 Kj/mol$$

$$H2_{(g)} + 1/2O2_{(g)} \rightarrow H2O_{(l)} \quad \Delta H = -285.8 Kj/mol$$

مخطط الطاقة كلاتي:



ثانيا التفاعلات الماصة للحرارة:

١- هي التفاعلات التي يتم فيها امتصاص حرارة من الوسط المحيط مما يؤدي الي انخفاض درجة حرارته

٢- تنتقل الحرارة من الوسط المحيط الي النظام فيكتسب النظام طاقة حرارية ويفقد الوسط المحيط طاقة

٣- مجموع المحتويات الحرارية للنواتج اعلي من مجموع المحتويات الحرارية للمتفاعلات – وطبقا لقانون بقاء الطاقة فان التفاعل سوف يمتص قدرا من الحرارة لتعويض النقص في حرارة المتفاعلات

٤- ΔH^0 موجبة حيث

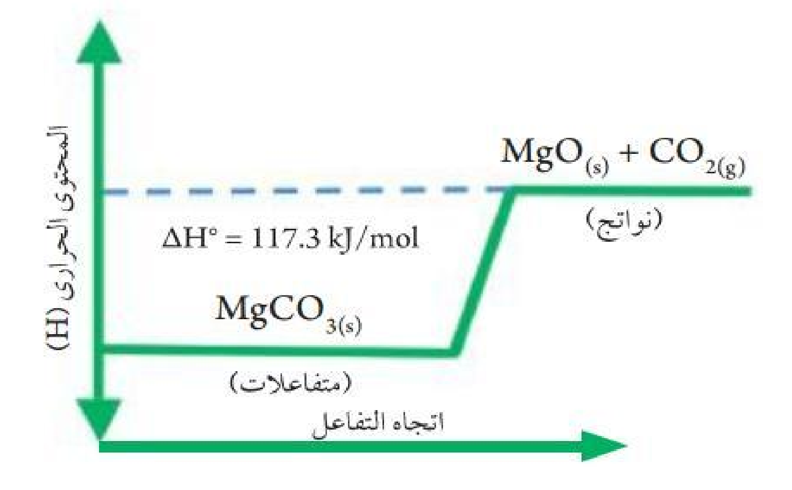
$$\Delta H^0 = H_{(product)} - H_{(reactant)}$$

مثال:- تفكك مول من كربونات الماغنسيوم الي مول من اكسيد الماغنسيوم ومول من ثاني اكسيد الكربون يحتاج الي ١١٧.٣ كيلو جول/مول كالاتي:

$$MgCO3_{(s)} + 117.3Kj/mol \rightarrow MgO_{(s)} + CO2_{(g)}$$

$$MgCO3_{(s)} \rightarrow MgO_{(s)} + CO2_{(g)} \quad \Delta H = +117.3Kj/mol$$

مخطط الطاقة كالاتي:-



<u>قارن بين التفاعلات الطاردة والماصة مع ذكر مثال لكل؟؟؟؟</u>



١- في التفاعل الكيميائي :- يحدث كسر للروابط في المتفاعلات لتكوين روابط جديدة في النواتج حيث تختزن الرابطة الكيميائية طاقة وضع كيميائية

٢- اثناء كسر الرابطة: - يتم امتصاص مقدار من الطاقة من الوسط المحيط حتي يتم كسر الرابطة(كسر الرابطة ماص للحرارة)

٣- اثناء تكوين الرابطة:- تنطلق طاقة الي الوسط المحيط فتزداد درجة حرارة الوسط المحيط (تكوين الرابطة طارد)

طاقة الرابطة:-

هى مقدار الطاقة اللازمة لكسر الروابط او الناتجة عن تكوين الروابط فى مول واحد من المادة

٤- تختلف طاقة الرابطة الواحدة تبعا لنوع المركب او حالته الفيزيائية لذلك استخدم متوسط طاقة الرابطة بدلا من الرابطة كما في الجدول الاتي:

الرابطة	متوسط طاقة الرابطة kJ /mol
C—C	346
C=C	610
C≡C	835
C—H	413
Si—H	318

الرابطة	متوسط طاقة الرابطة kJ /mol
H—H	432
C—O	358
C=O	745
O—H	467
O=O	498

٥- اذا كان انطلاق طاقة عند تكوين روابط النواتج اكبر من الطاقة اللازمة لكسر روابط المتفاعلات يكون التفاعل طاردا للحرارة وتكون ΔH^0 سالبة

٦- عندما يتم امتصاص طاقة اكبر لكسر روابط المتفاعلات عن الطاقة المنطلقة عند تكوين الروابط في النواتج يكون التفاعل ماصا للحرارة وتكون ΔH^0 موجبة

مثال:

احسب حرارة التفاعل التالى ، وحدِّد ما إذا كان التفاعل طاردًا أو ماصًا للحرارة.

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

علماً بأن طاقة الروابط مقدرة بوحدة kJ /mol كما يلى :

$$(C{=}O)\ 745\ ,\ (O{-}H)\ 467\ ,\ (C{-}H)\ 413\ ,\ (O{=}O)\ 498$$

الحل:

413 kJ / mol — 498 kJ / mol — 745 kJ / mol — 467 kJ / mol

$$H{-}\underset{H}{\overset{H}{C}}{-}H \quad + \quad \begin{matrix} O{=}O \\ O{=}O \end{matrix} \longrightarrow O{=}C{=}O \quad + \quad \begin{matrix} H{-}O{-}H \\ H{-}O{-}H \end{matrix}$$

الطاقة اللازمة لكسر روابط المتفاعلات = $[4 \times (C{-}H)] + [2 \times (O{=}O)]$

$$2648\ kJ = [4 \times 413] + [2 \times 498] =$$

الطاقة الناتجة عن تكوين الروابط فى النواتج = $[2 \times (C{=}O)] + [2 \times 2\ (O{-}H)]$

$$3358\ kJ = [2 \times 745] + [2 \times 2 \times 467] =$$

$$(\Delta H) = (+2648) + (-3358) = -710\ kJ/mol$$

وبذلك يكون التفاعل طاردًا للحرارة ؛ لأن إشارة (ΔH) سالبة .



هى معادلة كيميائية تتضمن التغير الحراري المصاحب للتفاعل ويمثل فى المعادلة كاحد المتفاعلات او النواتج

***شروط المعادلة الكيميائية الحرارية:

١- يجب ان تكون موزونة . والمعاملات في المعادلة تمثل عدد المولات وليس عدد الجزيئات ويمكن ان تكون المعاملات كسور عند الحاجة

$$H2_{(g)}+1/2\ O2_{(g)}\rightarrow H2O_{(l)}\ +285.8Kj/mol$$

٢- يجب ذكر الحالة الفيزيائية للمتفاعلات والنواتج (علل) السبب في ذلك لام المحتوي الحراري يتغير بتغير الحالة الفيزيائية للمادةمما يؤثر علي قيمة التغير الحراري

$$H2_{(g)}+1/2\ O2_{(g)}\rightarrow H2O_{(l)}\qquad \Delta H^0=-285.8Kj/mol$$

$$H2_{(g)}+1/2\ O2_{(g)}\rightarrow H2O_{(g)}\qquad \Delta H^0=-242Kj/mol$$

٣- توضح قيمة واشارة ΔH^0 فاذا كان ΔH^0 =- التفاعل طارد واذا كان ΔH^0 =+ التفاعل ماص

$$H2O(S)\rightarrow H2O_{(l)}\qquad \Delta H^0=+6Kj/mol$$

$$CH4_{(g)}+2\ O2_{(g)}\rightarrow CO2(g)\ +2H2O_{(g)}\qquad \Delta H^0=-890Kj/mol$$

٤- عند ضرب او قسمة طرفي المعادلة بمعامل عددي لابد ان تجرى العملية علي قيمة التغير في المحتوي الحراري

$$H2O(S)\rightarrow H2O_{(l)}\qquad \Delta H^0=+6Kj/mol$$

ضرب المعادله كلها في ٢

$$2H2O(S)\rightarrow 2H2O_{(l)}\qquad \Delta H^0=2\times +6Kj/mol$$

٥- يمكن عكس اتجاه سير المعادلة وفي هذه الحالة تتغير اشارة ΔH^0

$$H2O(S)\rightarrow H2O_{(l)}\qquad \Delta H^0=+6Kj/mol$$

$$H2O(l)\rightarrow H2O(s)\qquad \Delta H^0=-6Kj/mol$$

التغير في المحتوي الحراري والميل الي التفاعل:

- معظم التفاعلات الكيميائية في الطبيعة هي تفاعلات طاردة للحرارة – عند حدوثها تنطلق طاقة – وتكون طاقة النواتج اقل من طاقة المتفاعلات- كذلك تكون النواتج اكثر استقرارا واكثر مقاومة للتغير – والميل الطبيعي للتفاعل هو ان يحدث في اتجاه يؤدي الي حالة طاقة اقل.
- يعتقد الكثر ان التفاعلات الماصة لا تحدث تلقائيا لان النواتج لها طاقة اعلي واقل استقرارا من المتفاعلات – وهذا يجعلنا ان نتوقع ان تحدث هذه التفاعلات بمساعدة خارجية كالتسخين
- وجد ان بعض التفاعلات الماصة تحدث بصورة تلقائية - اذا هناك سبب اخر يساعد علي تحديد امكانية حدوث التفاعل تلقائيا

اولا : الانتروبي:

الانتروبي :-
هو مقياس لدرجة العشوائية في نظام ما

مثال:-

- الانصهار من العمليات الماصة التي تحدث طبيعيا
- مكعب الثلج ينصهر تلقائيا عند درجة حرارة الغرفة- وذلك بانتقال الطاقة من الهواء الي الثلج كما يلي:

$$H2O_{(S)}+6\ Kj/mol \rightarrow H2O_{(l)}$$

- هذا التغير يحدث تلقائيا علي الرغم ان طاقة النواتج اعلي من طاقة المتفاعلات
- اذن يوجد عامل اخر يحدد تلقائية التغير وهذا العامل مرتبط بدرجة الترتيب ويسمي الانتروبي
- **ففي المثال:**

- يفقد الترتيب المنتظم لجزيئات الماء في بللورة الثلج
- فتتكون حالة السيولة ذات الترتيب الاقل انتظاما (عشوائي) وذات المحتوي الحراري الاعلي

* بالاضافة الي القانون الذي يحكم التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية والذي ينص علي ان : (التغيرات تتم في الاتجاه الذي يؤدي الي تقليل الطاقة)

* يوجد قانون اخر ينظم التغيرات الكيميائية والفيزيائية يسمي قانون العشوائية

قانون العشوائية:-

التغيرات تحدث في الاتجاه الذي يزيد العشوائية. أي ان التفاعلات تسير في اتجاه زيادة الانتروبى

ملاحظة هامة:-أي تغير يحدث تلقائيا في نظام فيزيائي لا بد وأن يصحبه ازدياد في مقدار "إنتروبيته"

ثانيا: الطاقة الحرة:

١-تحدث التفاعلات فى الاتجاه الذي يؤدي الى :

- تقليل طاقة النظام
- زيادة درجة العشوائية في النظام

٢- لتحديد أي العاملين له الغلبة في سير التفاعل :- تم تعريف دالة تربط بين التغير فى المحتوى الحرارى والتغير فى الانتروبى عند درجة حرارة معينة وضغط ثابت تسمي هذه الدالة بالطاقة الحرة

٣- تميل التفاعلات الي السير في الاتجاه الذي يقلل الطاقة الحرة للنظام.

الطاقة الحرة :

هى مقدار الطاقة التى يمكن ان تتحول الى شغل عند درجة حرارة وضغط ثابتين .

وهى دالة تربط بين التغير فى المحتوى الحراري والتغير فى الانتروبى عند درجة حرارة معينة وضغط ثابت

والجدول التالى يوضح الربط بين إمكانية حدوث التفاعل وبين التغير فى كل من المحتوى الحرارى والإنتروبى والطاقة الحرة كما يلى:

التغير فى المحتوى الحرارى	التغير فى الإنتروبى	تلقائية التفاعل
قيمة سالبة (تفاعل طارد للحرارة)	قيمة موجبة (أكثر عشوائية)	تلقائي دائمًا
قيمة سالبة (تفاعل طارد للحرارة)	قيمة سالبة (أقل عشوائية)	تلقائى عند درجات الحرارة المنخفضة
قيمة موجبة (تفاعل ماص للحرارة)	قيمة موجبة (أكثر عشوائية)	تلقائى عند درجات الحرارة المرتفعة
قيمة موجبة (تفاعل ماص للحرارة)	قيمة سالبة (أقل عشوائية)	غير تلقائى

ملاحظة هامة:

المعادلة المعرفة لهذه الطاقة هي:

$$G = U + p \cdot V - T \cdot S$$

حيث:

Uالطاقة الداخلية لنظام ترموديناميكي ،
Vالحجم ،
pالضغط ،
Sالإنتروبى
Tدرجة الحرارة

وتكتب معادلة الطاقة الحرة أيضا بطريقة أخرى:

$$G = H - T \cdot S$$

حيث H الطاقة الكلية للنظام

انتهي الفصل الاول من الباب الرابع
اعداد دكتور عاطف خليفة